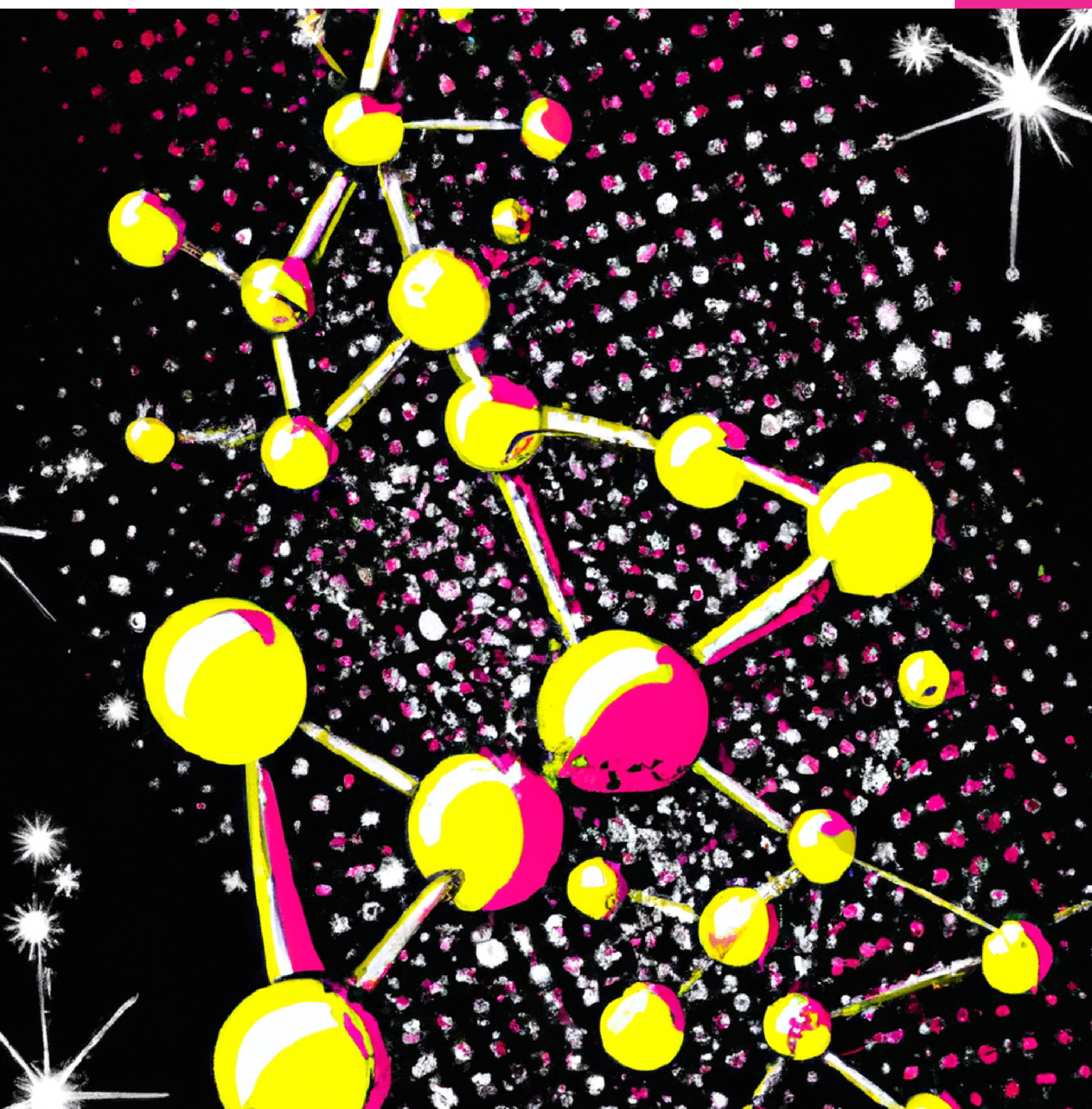
QUÍMICA ilustrada

Prof. Márcio Azulay

ESTEQUIOMETRIA



SUMÁRIO

Química Ilustrada
Estequiometria
1ª Edição • 2022

03 O Mol: Massa Atômica, Molecular e Volume Molar

12 Balanceamento
17 Cálculo Estequiométrico
26 Reagente em Excesso e Limitante

33 Pureza de Reagentes
39 Rendimento de Produtos

1. Este volume se dedica a estudar as reações e os cálculos de proporção

2. Siga os números e depois as suas respectivas setas.

3. Os **exercícios respondidos** estão em verde, os **desafios** estão em laranja. **Boa leitura!**



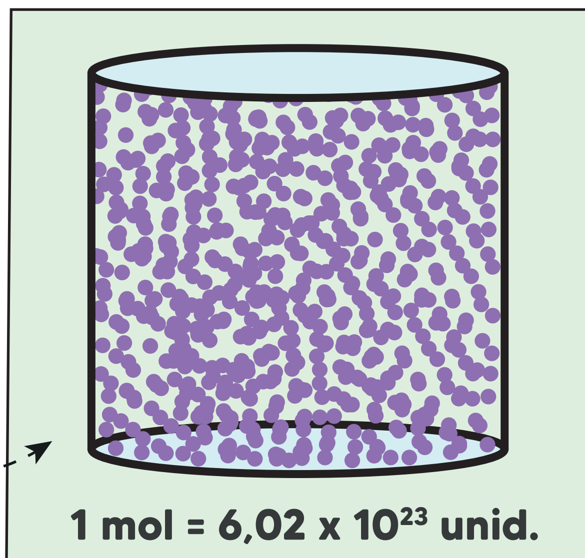
O Mol

Márcio Azulay exatas

1. O Mol é simplesmente uma unidade de medida para representar quantidades

Da mesma forma que a "dúzia" equivale a 12 unidades, ou o "cento" indica 100 unidades

No caso do mol, ele indica aproximadamente $6{,}02 \times 10^{23}$ unidades de algo



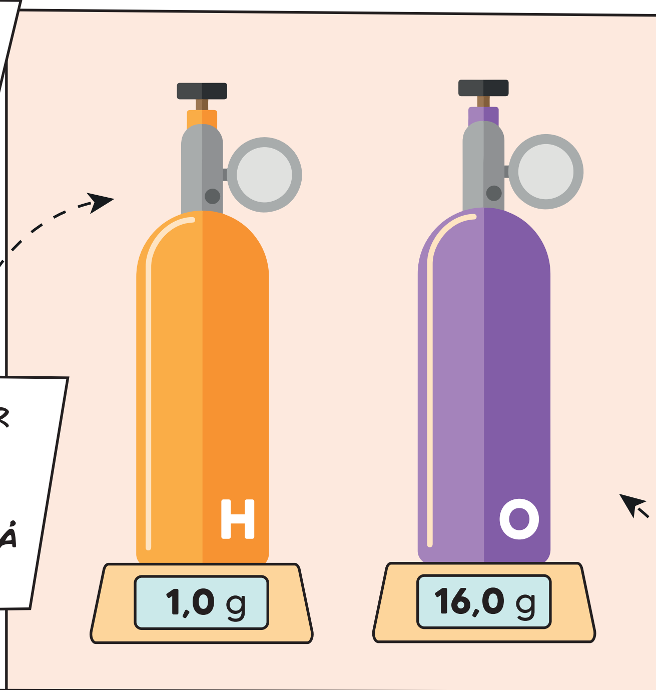
2. Esse número é realmente bem grande, por isso é usado somente para corpos muito pequenos, como partículas, átomos e moléculas.

Massa Molar

1. É usado para relacionar a quantidade de certo átomo com a massa total dele

E para isso, vamos usar a massa atômica da tabela periódica

2. Por exemplo, a massa molar do hidrogênio é de 1,0 g/mol, ou seja, se você juntar 1 mol de hidrogênio, esse "pacote" irá possuir 1 grama de massa



3. O oxigênio por sua vez possui mais massa, o valor da massa molar é de 16 g/mol, são 16 gramas para cada mol desse átomo

Massa Molecular

Márcio Azulay exatas

1. Se a massa molar é para átomos, a molecular será usada para moléculas.

2. Vamos usar o exemplo da água, molécula formada por 2 átomos de hidrogênio e mais 1 de oxigênio.

3. Some as massas molares individuais de cada átomo que forma essa molécula

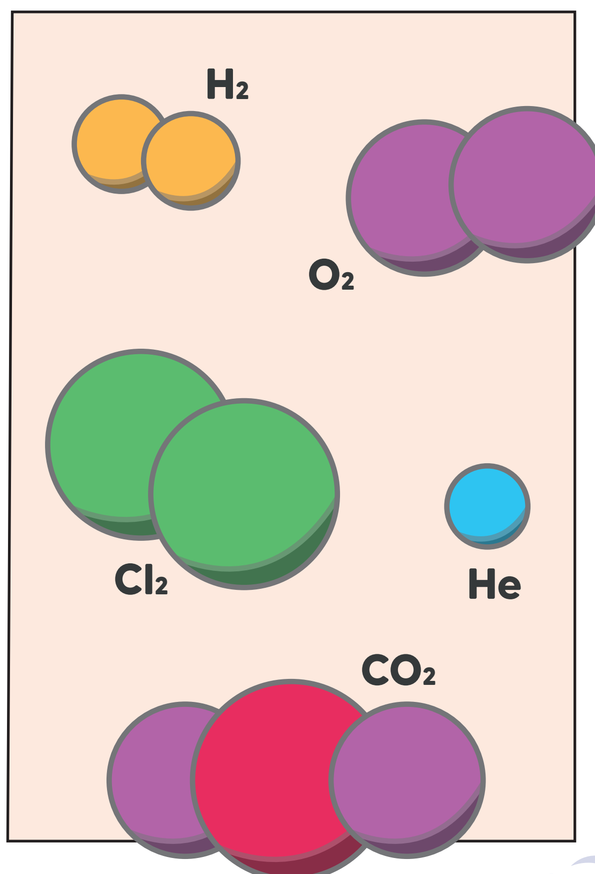
$M_{H2O} = 1 + 1 + 16 = 18$ g/mol

4. Isso significa que cada mol água teria massa de apenas 18 gramas, isso seria o equivalente a um único gole de água!

Volume Molar

1. É usado para medir o volume ocupado por uma quantidade de gás nas CNTP

2. 1 mol de gás, qualquer um, sempre ocupará o volume de 22,4 litros no espaço.



O que e CNTP ?

Significa: condições normais de temperatura e pressão.

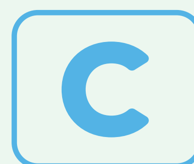
É quando o ambiente está a uma temperatura de 0°C e pressão de 1 atm

A principais massas molares

H: 1,0 g/mol	F: 19,0 g/mol	S: 32,0 g/mol
C: 12,0 g/mol	Na: 23,0 g/mol	Cl: 35,5 g/mol
N: 14,0 g/mol	Al: 27,0 g/mol	Ca: 40,0 g/mol
O: 16,0 g/mol	P: 31,0 g/mol	Fe: 56,0 g/mol

R.1 - Quantidade

Sobre o átomo de carbono, determine:



a) A quantidade de átomos em uma amostra de 3 mols
b) O número de mols em uma amostra com $3x10^{24}$ átomos.

(Adote: 1 mol = 6×10^{23} unidades)

RESOLUÇÃO

a) Use uma regra de 3 para resolver esse problema:

1 mol ——— $6 \cdot 10^{23}$ un.
3 mols ——— x

$x = 3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$

$x = 18 \cdot 10^{23}$

$x = 1,8 \cdot 10^{24}$

b) Use uma regra de 3:

1 mol ——— $6 \cdot 10^{23}$ un.
x ——— $3 \cdot 10^{24}$ un.

$6 \cdot 10^{23} \cdot x = 3 \cdot 10^{24}$

$x = \dfrac{3 \cdot 10^{24}}{6 \cdot 10^{23}}$

$x = 0,5 \cdot 10^{1}$

x = 5 mols

01 Sobre o átomo de nitrogênio, determine:

a) A quantidade de átomos em uma amostra de 5 mols
b) O número de mols em uma amostra com $4x10^{23}$ átomos.

02 Sobre o átomo de cálcio, determine:

a) A quantidade de átomos em uma amostra de 0,2 mols
b) O número de mols em uma amostra com $3x10^{22}$ átomos.

R.2 - Massa molar
Sobre o átomo de carbono, determine:



a) A massa de uma amostra de 3 mols
b) O número de mols em uma amostra de 30 gramas

RESOLUÇÃO

a) Usaremos a tabela no início dessa lista de exercícios (C: 12 g/mol) que mostra que cada mol de carbono possui 12 gramas. Faça uma regra de 3:

1 mol ——— 12 g
3 mols ——— x

$x = 3 \cdot 12$

$x = 36$ g

b) Use uma regra de 3 utilizando a mesma massa molar:

1 mol ——— 12 g
x ——— 30 g

$12 \cdot x = 1 \cdot 30$

$12x = 30$

$x = 2{,}5$ mols

03 Sobre o átomo de nitrogênio, determine:

a) A massa em uma amostra de 11 mols
b) O número de mols em uma amostra com 9,8 gramas

04 Sobre o átomo de cálcio, determine:

a) A massa em uma amostra de 4,4 mols
b) O número de mols em uma amostra com 5 gramas

R.3 - Massa molecular

Sobre a molécula de água, determine



a) A massa em uma amostra de 10 mols
b) O número de mols em uma amostra de 9 gramas

RESOLUÇÃO

Primeiro descubra a massa molecular da água, ela possui 2 átomos de hidrogênio (H: 1,0 g/mol) e 1 átomo de oxigênio (O: 16,0 g/mol):

$$H_2O = 2 \cdot H + 1 \cdot O$$
$$H_2O = 2 \cdot (1{,}0) + 1 \cdot (16{,}0)$$
$$H_2O = 18 \text{ g/mol}$$

a) Faça uma regra de 3:

1 mol	———	18 g
10 mols	———	x

$$x = 10 \cdot 18$$
$$x = 180 \text{ g}$$

b) Faça uma regra de 3:

1 mol	———	18 g
x	———	9 g

$$18 \cdot x = 1 \cdot 9$$
$$18x = 9$$
$$x = 0{,}5 \text{ mols}$$

05 Sobre o gás cloro (Cl_2), determine:

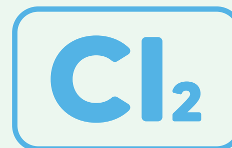
a) A massa em uma amostra de 1 mol
b) O número de mols em uma amostra com 14,2 gramas

06 Sobre a molécula de glicose ($C_6H_{12}O_6$), determine:

a) A massa em uma amostra de 0,5 mols
b) O número de mols em uma amostra com 135 gramas

R.4 - Volume molar

Sobre o gás cloro nas CNTP, determine



a) O volume em uma amostra de 5 mols
b) A número de mols em uma amostra de 168 litros

RESOLUÇÃO

a) 1 mol de qualquer gás nas CNTP ocupa 22,4 litros, faça uma regra de 3:

1 mol	22,4 L
5 mols	x

$x = 5 \cdot 22{,}4$

$x = 112\ L$

b) Faça uma regra de 3:

1 mol	22,4 L
x	168 L

$22{,}4 \cdot x = 1 \cdot 168$

$22{,}4x = 168$

$x = 7{,}5$ mols

07 Sobre o ácido clorídrico (HCl) nas CNTP, determine:

a) O volume em uma amostra de 2 mols
b) A número de mols em uma amostra de 2,8 litros

08 Sobre o dióxido de carbono (CO_2) nas CNTP, determine:

a) O volume em uma amostra de 0,8 mols
b) A número de mols em uma amostra de 71,68 litros

R.5 - Múltipla transformação

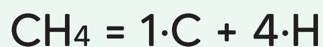
40 gramas de gás metano estão dentro de um recipiente fechado nas CNTP. Determine:

a) O volume ocupado por esse gás
b) A quantidade de moléculas nesse recipiente
c) A quantidade de átomos de carbono e hidrogênio.



RESOLUÇÃO

Ache a massa molar do metano:


$CH_4 = 1 \cdot C + 4 \cdot H$

$CH_4 = 1 \cdot (12{,}0) + 4 \cdot (1{,}0)$

$CH_4 = 16\ g/mol$

O mol é o centro de tudo! Transforme de massa para mol utilizando a massa molar:

1 mol	——	16 g
x	——	40 g

$16x = 40$

$x = 2{,}5$ mols

a) Faça uma regra de 3 entre mol e volume:

1 mol	——	22,4 L
2,5 mols	——	x

$x = 2{,}5 \cdot 22{,}4$

$x = 56$ L

b) Faça uma regra de 3 entre mol e quantidade de matéria

1 mol	——	$6 \cdot 10^{23}$ un.
2,5 mols	——	x

$x = 2{,}5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$

$x = 15 \cdot 10^{23}$

$x = 1{,}5 \cdot 10^{24}$

c) Existem $1{,}5 \cdot 10^{24}$ moléculas de metano, mas cada molécula dessa possui 1 átomo de carbono e 4 átomos de hidrogênio:

$x = 1{,}5 \cdot 10^{24}$

x1 → $1{,}5 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono

x4 → $6{,}0 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio

09 34 gramas de gás amônia (NH_3) estão dentro de um recipiente fechado nas CNTP. Determine:

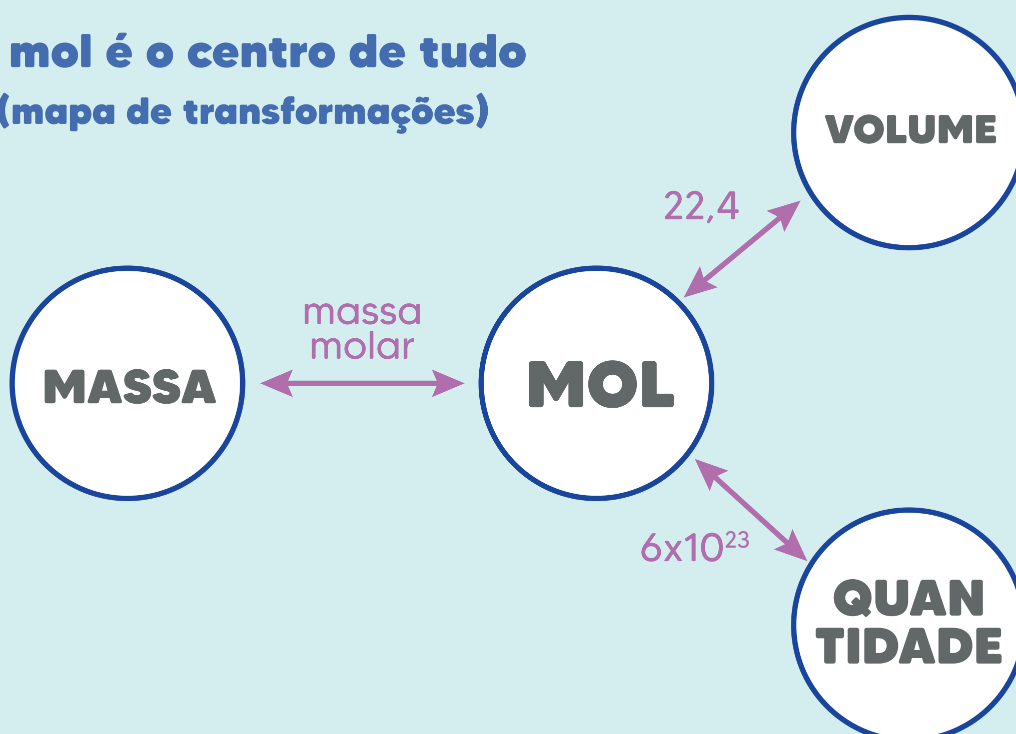
a) O volume ocupado por esse gás
b) A quantidade de moléculas nesse recipiente
c) A quantidade de átomos de nitrogênio e hidrogênio.

10 Certa quantidade de dióxido de carbono (CO_2) está dentro de um recipiente com 123,2 litros nas CNTP. Determine:

a) A massa desse gás
b) A quantidade de moléculas nesse recipiente
c) A quantidade de átomos de carbono e oxigênio.

11 9×10^{23} moléculas de gás hidrogênio (H_2) foram postas dentro de um recipiente fechado nas CNTP. Determine:

a) A quantidade de átomos de hidrogênio.
b) O volume ocupado por esse gás
c) A massa desse gás



RESPOSTAS

01. a) $30 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{24}$
b) 0,667 mols

02. a) $1,2 \cdot 10^{23}$
b) 0,05 mols

03. a) 154 g
b) 0,7 mols

04. a) 176 g
b) 0,125 mols

05. a) 71 g
b) 0,2 mols

06. a) 90 g
b) 0,75 mols

07. a) 44,8 L
b) 0,125 mols

08. a) 17,92 L
b) 3,2 mols

09. a) V = 44,8 L
b) $12 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{24}$
c) N: $1,2 \cdot 10^{24}$; H: $3,6 \cdot 10^{24}$

Dica: 34 g = 2 mols

10. a) m = 242 g
b) $33 \cdot 10^{23} = 3,3 \cdot 10^{24}$
c) C: $3,3 \cdot 10^{24}$; O: $6,6 \cdot 10^{24}$

Dica: 123,2 L = 5,5 mols

11. a) H: $18 \cdot 10^{23} = 1,8 \cdot 10^{24}$
b) V = 33,6 L
c) m = 3 g

Dica: 9×10^{23} = 1,5 mols

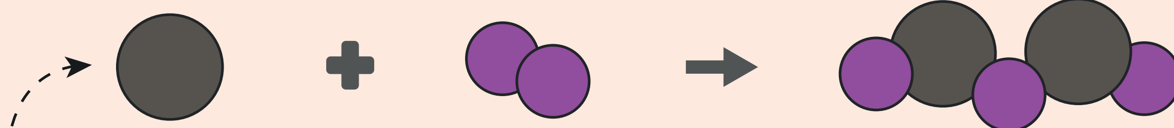
Balanceamento

1. O balanceamento de reações químicas é muito útil na estequiometria

2. Com ele, teremos certeza que nenhum átomo foi perdido durante a reação.

3. Veja o exemplo de uma reação entre o alumínio metálico e o gás oxigênio formando óxido de alumínio

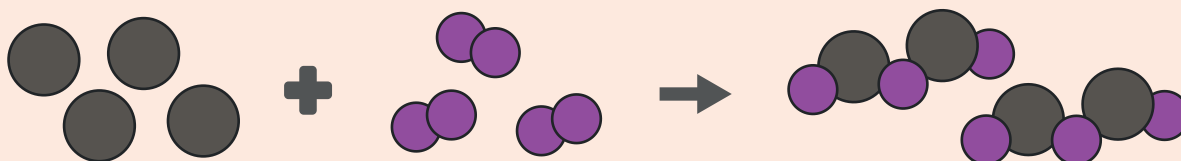




3. Perceba que a quantidade de cada átomo de alumínio e oxigênio não são equivalentes nos dois lados da equação

4. Não podemos pegar parte de moléculas, então nossa única solução seria usar múltiplas moléculas no reagente e produto

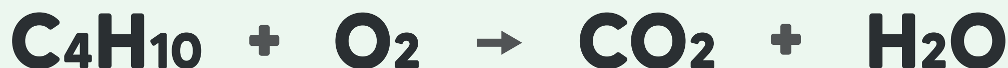




4. Agora os dois lados da equação estão equilibrados, 4 átomos de alumínio de cada lado e 6 átomos de oxigênio também

R.1 - Balanceamento por tentativa

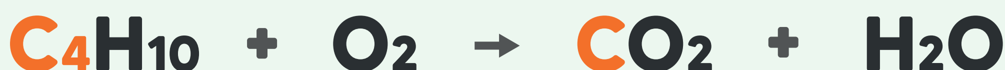
Faça o balanceamento da reação a seguir:



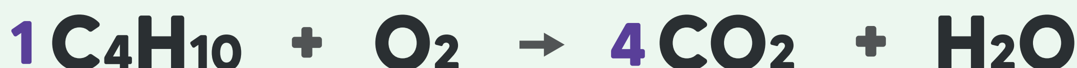
RESOLUÇÃO

Sempre deixe para balancear os átomos de hidrogênio (H) e oxigênio (O) por último! Nesse caso, vamos começar pelo carbono (C)

Percebemos que existem 4 carbonos no primeiro lado da equação (CH_4) e somente 1 carbono nos produtos (CO_2)

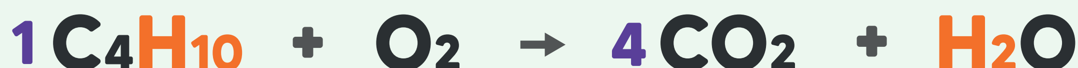


O ideal seria ter 4 unidades de cada lado, para isso, podemos manter a molécula de C_4H_{10} multiplicada por 1, e multiplicar a molécula de CO_2 por 4:



Já acabamos com o carbono, só falta o oxigênio e o hidrogênio que seriam deixados por último.

Sempre tenha preferência por aquele átomo que aparece em menos moléculas, nesse caso, é o hidrogênio que aparece em 2 lugares:



O primeiro lugar que o hidrogênio aparece (C_4H_{10}) já possui o seu coeficiente 1. Então já possuímos 10 hidrogênios no reagente!

Também precisamos de 10 hidrogênios no produto, então devemos multiplicar H_2O por 5!



E finalmente o oxigênio que aparece em 3 moléculas!

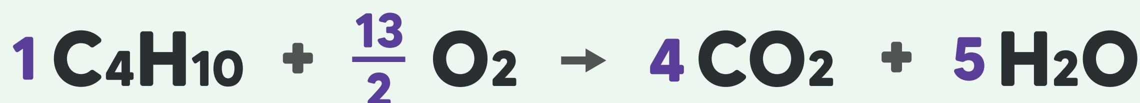


$$1\,C_4H_{10} + O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

As duas moléculas do produto já estão balanceadas, então já sabemos de devem ser formadas um total de 13 unidades (8 do CO_2 + 5 do H_2O)

O reagente (formado pelo O_2) também deve ter 13 unidades, mas aí achamos um problema, por que número devemos multiplicar o “2” para que ele vire 13?

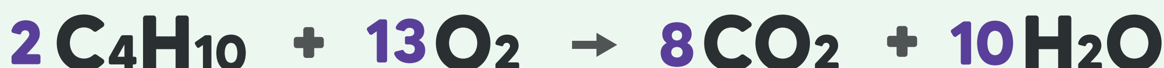
A resposta é uma fração com denominador 2: 13/2



$$1\,C_4H_{10} + \frac{13}{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

Agora existe 13 hidrogênios de cada lado, e tudo está balanceado!

Não gostei da fração, o que fazer? Multiplique todos os coeficientes por 2:



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O$$

01 Faça o balanceamento das equações a seguir por tentativas:



a) $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$



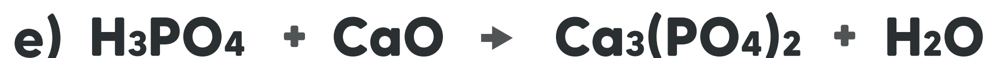
b) $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$



c) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$



d) $Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$



e) $H_3PO_4 + CaO \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$



f) $HF + SiO_2 \rightarrow SiF_4 + H_2O$


g) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$


h) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$


i) $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$


j) $Fe(OH)_3 + H_2SO_3 \rightarrow Fe_2(SO_3)_3 + H_2O$

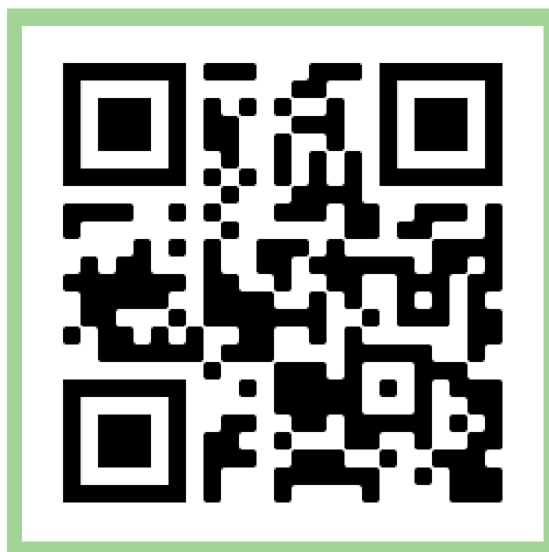

k) $Ca(HCO_3)_2 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$


l) $C_2H_2OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$


m) $Zn + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$

Não conseguiu resolver algum desses exemplos? Existe o método algébrico, você pode aprender esse método no video do professor Murilo Xoven pelo link abaixo ou pelo código QR:

https://youtu.be/IxUI0Hdxu7M



RESPOSTAS


a) $2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$


b) $1\ C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$


c) $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$

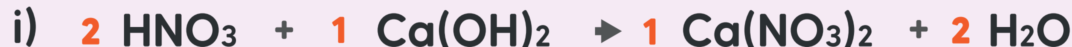

d) $2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$


e) $2\ H_3PO_4 + 3\ CaO \rightarrow 1\ Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_2O$


f) $4\ HF + 1\ SiO_2 \rightarrow 1\ SiF_4 + 2\ H_2O$


g) $2\ SO_2 + 1\ O_2 \rightarrow 2\ SO_3$


h) $1\ N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$


i) $2\ HNO_3 + 1\ Ca(OH)_2 \rightarrow 1\ Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$


j) $2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_3 \rightarrow 1\ Fe_2(SO_3)_3 + 6\ H_2O$


k) $1\ Ca(HCO_3)_2 + 2\ HCl \rightarrow 1\ CaCl_2 + 2\ CO_2 + 2\ H_2O$


l) $4\ C_2H_2OH + 9\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 6\ H_2O$

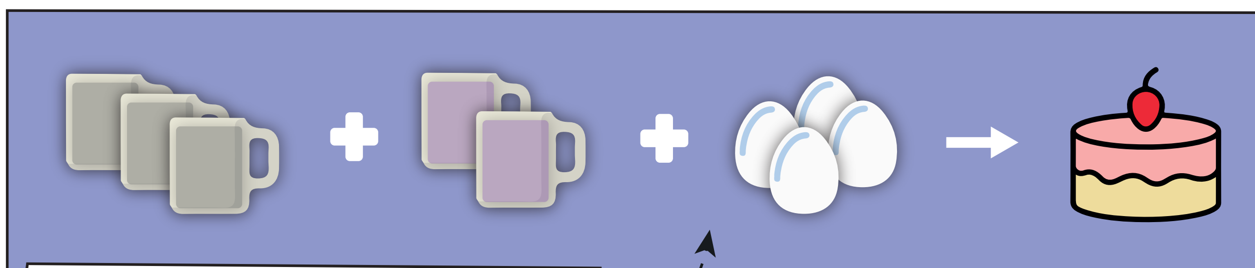

m) $12\ Zn + 3\ NaNO_3 + 21\ NaOH \rightarrow 12\ Na_2ZnO_2 + 3\ NH_3 + 6\ H_2O$

Estequiomteria

1. Pode ser visto como uma receita de bolo.

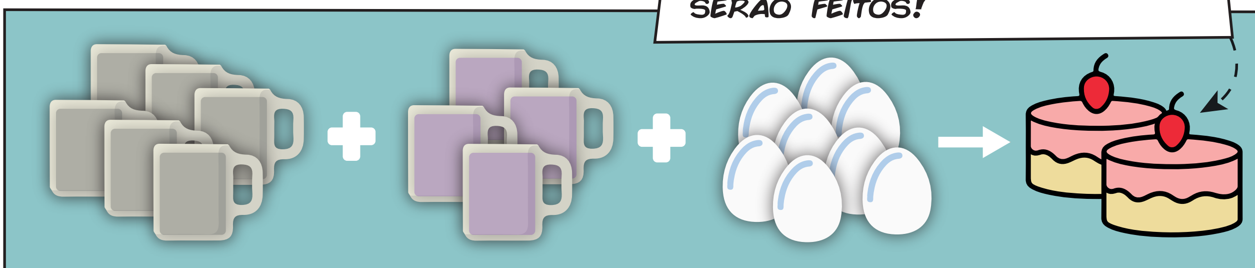
2. O objetivo desse conteúdo é achar as quantidades exatas para a ocorrência de uma reação

E também as quantidades produzidas no final dela.



4. Imagine que uma receita de bolo que pede 3 xícaras de farinha, 2 de açúcar e 4 ovos.

5. E se você usar o dobro dos ingredientes, dois bolos serão feitos!



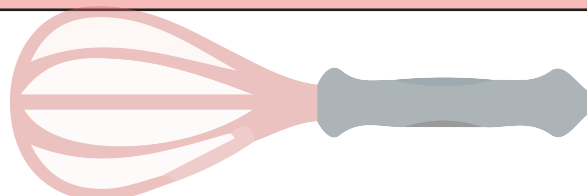
6. Seguindo a mesma lógica, com 1 xícara e meia de farinha, somente 1 xícara de açúcar e 2 ovos serão necessários

E somente meio bolo no final



6. Mas aqui nessa apostila, não teremos farinha e nem ovos, serão átomos e moléculas.

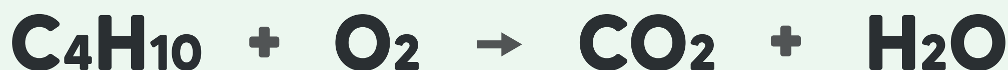
E para expressar as quantidades, usaremos o mol, massa em gramas e o volume em litros (em caso de gases)



Márcio Azulay exatas

R.1 - Mol e Mol

A reação de combustão do butano (C_4H_{10}) está descrita abaixo:

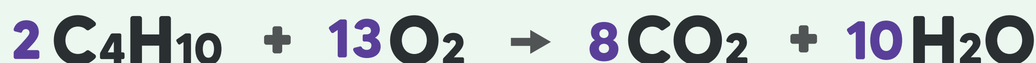


Responda:

a) Interprete os seus coeficientes estequiométricos
b) Qual é a quantidade de oxigênio (O_2) necessário para a queima completa de 5 mols de butano?
c) A quantidade de dióxido de carbono (CO_2) produzida na queima de 5 mols de butano
d) A quantidade de água (H_2O) produzida na queima de 5 mols de butano

RESOLUÇÃO

Sempre! sempre comece um problema de estequiometria com o balanceamento da reação visto no capítulo anterior:



a) Vamos interpretar! Cada 2 mols de butano precisam de 13 mols de gás oxigênio para reagir, ao final, essa quantidade sempre produzirá 8 mols de dióxido de carbono e 10 mols de água

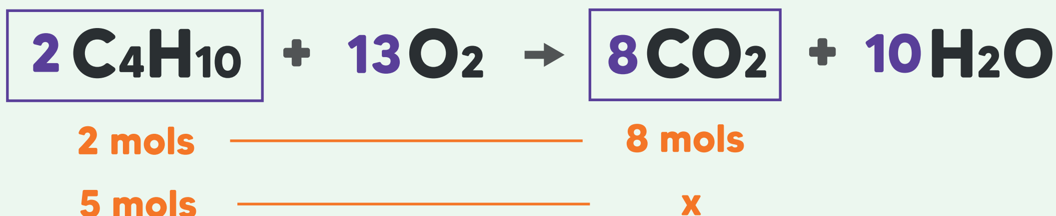
b) Faça uma regra de 3 com os coeficientes do butano e oxigênio:



$$2 \cdot x = 5 \cdot 13$$
$$2x = 65$$
$$x = 32{,}5 \text{ mols}$$

São necessários 32,5 mols de oxigênio para queimar 5 mols de butano

c) Faça uma regra de 3 com os coeficientes do butano e dióxido de carbono:



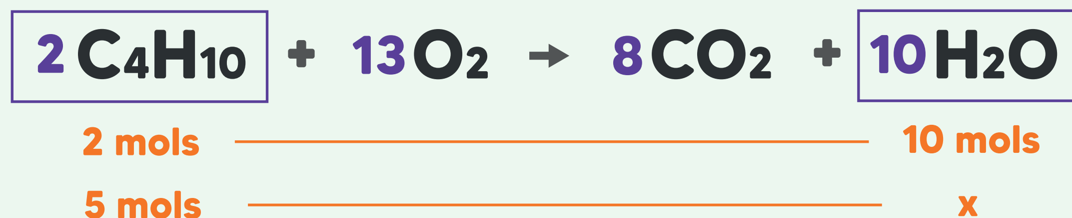
$2 \cdot x = 5 \cdot 8$

$2x = 40$

$x = 20$ mols

São produzidos 20 mols de CO_2 na queima de 5 mols de butano

d) Faça uma regra de 3 com os coeficientes do butano e água:



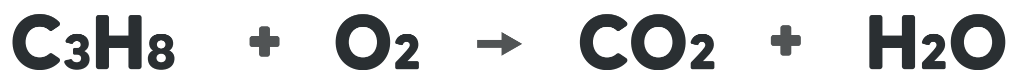
$2 \cdot x = 5 \cdot 10$

$2x = 50$

$x = 25$ mols

São produzidos 25 mols de CO_2 na queima de 5 mols de butano

01 A reação de combustão do propano (C_3H_8) está descrita abaixo:

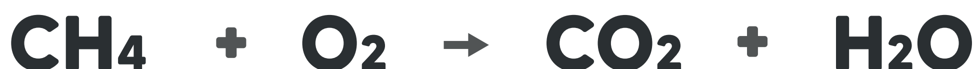


Responda:

a) Interprete os seus coeficientes estequiométricos

b) Qual é a quantidade de oxigênio (O_2) necessária para a queima completa de 3 mols de propano?

02 A reação de combustão do metano (CH_4) está descrita abaixo:



Quantos mols metano são queimados para produzir 10 mols de dióxido de carbono?

03 A reação de produção da amônia (NH_3) está descrita abaixo:



Para produzir 50 mols de amônia, são necessários quantos mols de gás nitrogênio e hidrogênio?

04 Veja a reação balanceada a seguir:



Com a queima completa do combustível com 72 mols de oxigênio, são produzidos quantos mols de dióxido de carbono?

R.2 - Mol e Volume

A reação de produção da amônia (NH_3) está descrita abaixo:



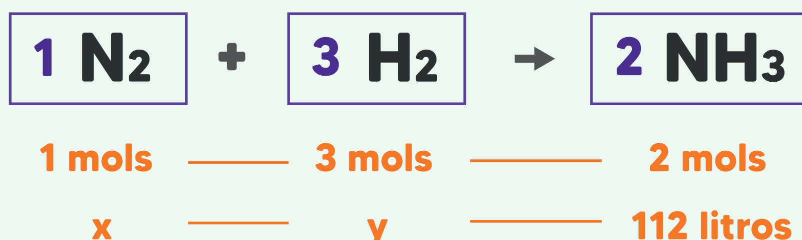
Para a produção de 112 litros de amônia, são necessários quantos litros de gás nitrogênio e hidrogênio?

RESOLUÇÃO

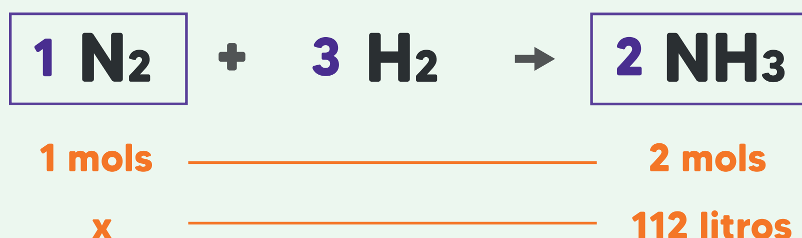
Novamente, comece pelo balanceamento da reação



O volume molar pode ser usado normalmente na regra de 3, não é necessário transformar para mol:



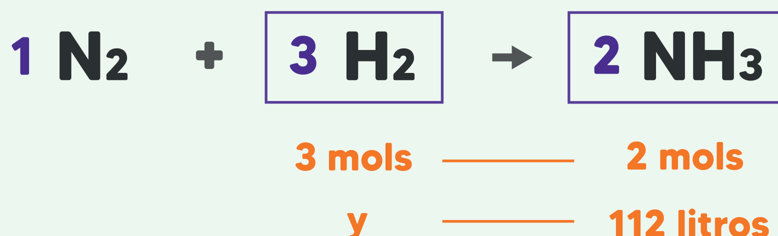
Para achar o valor de "x", a quantidade de gás nitrogênio:
Faça a regra de 3 entre o nitrogênio e a amônia:



$2 \cdot x = 1 \cdot 112$
$x = 56$ litros

São necessários 56 litros de gás nitrogênio

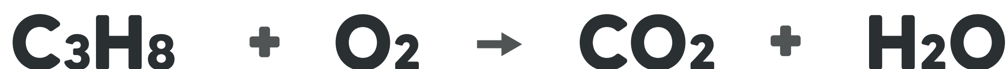
Para achar o valor de "y", a quantidade de gás hidrogênio:
Faça a regra de 3 entre o hidrogênio e a amônia:



$2 \cdot y = 3 \cdot 112$
$y = 168$ litros

São necessários 168 litros de gás hidrogênio

05 A reação de combustão do propano (C_3H_8) está descrita abaixo:



Quantos litros de dióxido de carbono são produzidos com a queima de 224 litros de oxigênio?

R.3 - Mol e Massa

A reação de produção da amônia (NH_3) está descrita abaixo:



Queremos produzir 102 gramas de amônia, qual é a massa de gás nitrogênio e hidrogênio necessário para essa reação?

RESOLUÇÃO

Novamente, comece pelo balanceamento da reação:



Atenção! Nunca faça uma regra de 3 entre mol e massa!

O ideal seria transformar a massa de amônia para mol usando a massa molar:

$$NH_3 = 1 \times N + 3 \times H$$
$$NH_3 = 1 \times (14) + 3 \times (1)$$
$$NH_3 = 14 + 3 = 17 \text{ g/mol}$$

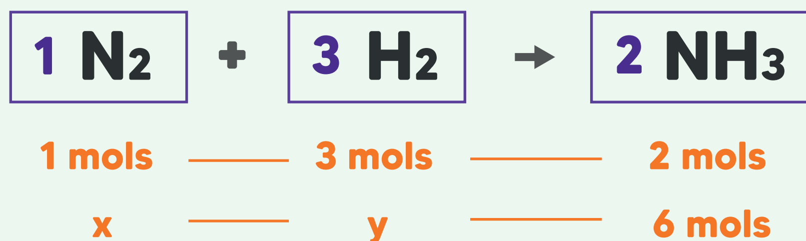
Faça uma regra de 3 com a massa molar para achar a quantidade de mols em 102g de amônia:

1 mol	———	17 g
n	———	102 g

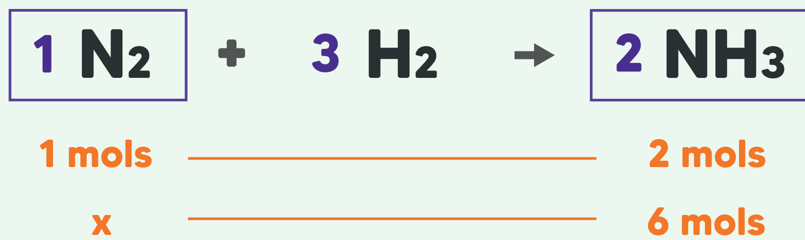
$17n = 102$

$n = 6$ mols

Pronto! agora sim podemos fazer o cálculo estequiométrico com 6 mols de amônia em vez de 102g:



Para achar o valor de "x", a quantidade de gás nitrogênio:
Faça a regra de 3 entre o nitrogênio e a amônia:

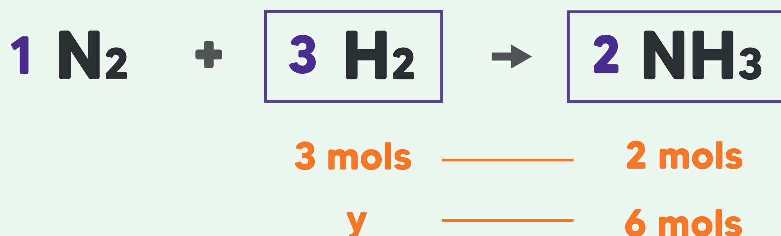


$2 \cdot x = 1 \cdot 6$

$x = 3$ mols

São necessários
3 mols de nitrogênio

Para achar o valor de "y", a quantidade de gás hidrogênio:
Faça a regra de 3 entre o hidrogênio e a amônia:



$2 \cdot y = 3 \cdot 6$

$y = 9$ mols

São necessários
9 mols de hidrogênio

Estamos quase no final, vamos lembrar que a questão não pede a quantidade em mols de hidrogênio e nitrogênio, e sim, suas massas.

Vamos transformar ambos para massa utilizando a massa molar:

O nitrogênio:

$N_2 = 2 \times N$

$N_2 = 2 \times (14) = 28$ g/mol

Foram usados 3 mols de nitrogênio, faça a regra de 3:

1 mol	——	28 g
3 mols	——	x

x = 84 g

O hidrogênio:

$H_2 = 2 \times H$

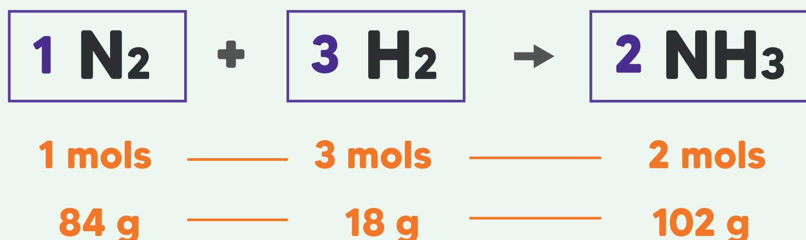
$H_2 = 2 \times (1) = 2$ g/mol

Foram usados 9 mols de hidrogênio, faça a regra de 3:

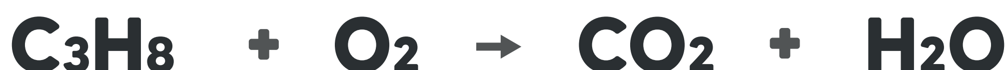
1 mol	——	2 g
9 mols	——	y

y = 18 g

E fim! Veja como ficou a reação final com as massas de cada composto:



06 A reação de combustão do propano (C_3H_8) está descrita abaixo:



Na queima de 66 gramas de propano, qual é a massa de oxigênio consumida? Determine também a massa de dióxido de carbono e água produzida:

07 Veja a reação abaixo e responda:



Para a produção de 60 gramas de água, qual é a massa de hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$ que deve reagir?

RESPOSTAS



a) 1 mol de propano precisa de 5 mols de oxigênio, essa reação produz 3 mols de dióxido de carbono e 4 mols de água

b) 15 mols c) 9 mols d) 12 mols



10 mols de metano para 10 mols de dióxido de carbono



25 mols de nitrogênio e 75 mols de hidrogênio para 50 mols de amônia



64 mols de dióxido de carbono com 72 mols de oxigênio queimados



134,4 litros de dióxido de carbono



66 g 240 g 198 g 108 g



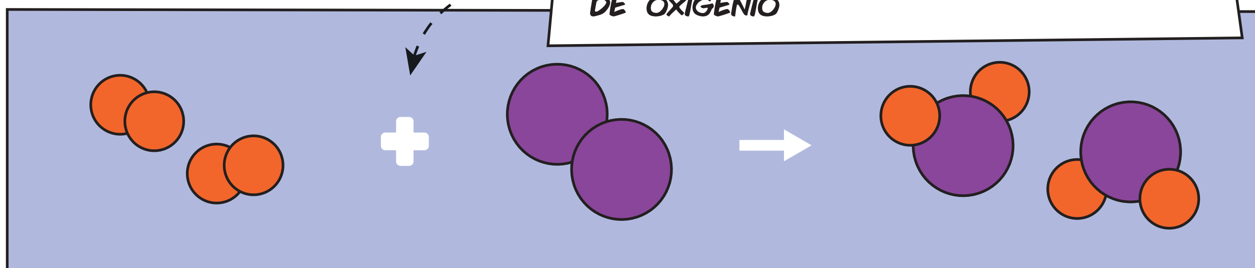
123,33 gramas de hidróxido de cálcio

Excesso e Limitante

Márcio Azulay exatas

1. Até agora trabalhamos com receitas perfeitas, mas e se alguém sobrar?

2. Imagine que queremos formar a molécula de água (H_2O), vamos precisar de 2 moléculas de gás hidrogênio para cada 1 molécula de oxigênio



$$2\,H_2 + 1\,O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

3. E temos a disposição: 20 mols de hidrogênio e 8 mols de oxigênio

Quem vai sobrar?

4. Para responder essa pergunta, precisaremos fazer testes!

Teste 1

Se eu usar os 20 mols de hidrogênio, quantos mols de oxigênio vou precisar?

Com uma regra de 3 achamos 10 mols



$$20\,H_2 + 10\,O_2$$

Mas não temos o suficiente, só tem 8 mols de oxigênio.

Então descartamos essa possibilidade, nada pode faltar!

Teste 2

Se eu usar os 8 mols de oxigênio, quantos mols de hidrogênio vou precisar?

Com uma regra de 3 achamos 16 mols



$$16\,H_2 + 8\,O_2$$

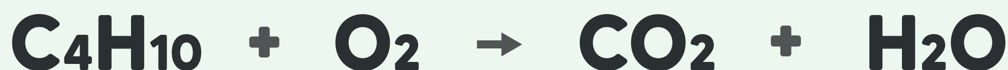
Temos mais que o suficiente! E vão sobrar 4 mols de H_2

Essa é a situação que procuramos, não tem problema se sobrar algo

Depois desses testes, podemos afirmar que o oxigênio é o reagente limitante pois faltou. O hidrogênio que sobra, é o reagente em excesso

R.1 - Mol

A reação de combustão do butano (C_4H_{10}) está descrita abaixo:



$$C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Foram postos 6 mols de butano com 45 mols de gás oxigênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de dióxido de carbono e água foram produzidos?

RESOLUÇÃO

Sempre! sempre comece um problema de estequiometria com o balanceamento da reação visto no capítulo anterior:



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O$$

a) Vamos fazer os dois testes:

Se forem usados os 6 mols de butano, serão necessários "x" mols de oxigênio.



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2$$

2 mols —— 13 mols
6 mols —— x

$2 \cdot x = 6 \cdot 13$
$x = 39$ mols

Temos 45 mols disponíveis de oxigênio, sobrou! :)

Se forem usados os 45 mols de oxigênio, serão necessários "y" mols de butano.



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2$$

2 mols —— 13 mols
y —— 45 mols

$13 \cdot y = 2 \cdot 45$
$y = 6{,}92$ mols

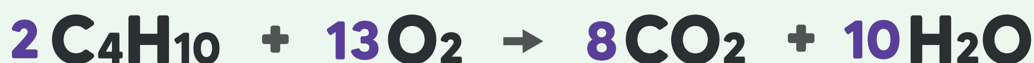
Temos só 6 mols disponíveis de butano, faltou! :(

Resumindo: O butano é o reagente limitante, o oxigênio está em excesso!

b) Lembrando que só serão usados 39 mols de oxigênio de um total de 45 mols que estão disponíveis, ou seja, sobrarão 6 mols!

c) Vão reagir os 6 mols de butano com somente 39 mols oxigênio, não se preocupe mais com o oxigênio que vai sobrar!

Faça uma regra de 3 para achar "m" e "n" que são as quantidades de CO_2 e H_2O produzidas respectivamente:



2 mols	13 mols	8 mols	10 mols
6 mols	39 mols	m	n

Aqui foi escolhido a regra de 3 entre o butano e o dióxido de carbono:

$2 \cdot m = 6 \cdot 8$

$2m = 48$

$m = 24$ mols

Aqui foi escolhido a regra de 3 entre o butano e a água:

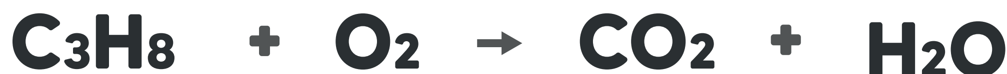
$2 \cdot n = 6 \cdot 10$

$2n = 60$

$n = 30$ mols

Resumindo: foram usados todos os 6 mols de butano com 39 mols de oxigênio (sobraram 6 mols), essa reação produziu 24 mols de dióxido de carbono e 30 mols de água.

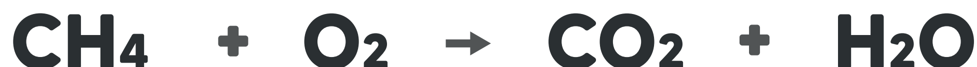
01 A reação de combustão do propano (C_3H_8) está descrita abaixo:



Foram postos 2 mols de propano com 11 mols de gás oxigênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de dióxido de carbono e água foram produzidos?

02 A reação de combustão do metano (CH_4) está descrita abaixo:



Foram postos 3 mols de metano com 5 mols de gás oxigênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de dióxido de carbono e água foram produzidos?

03 A reação de produção da amônia (NH_3) está descrita abaixo:

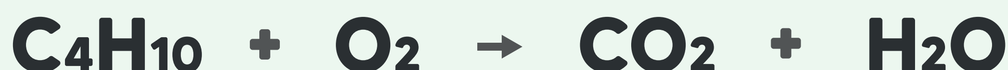


Foram postos 5 mols de nitrogênio com 15 mols de gás hidrogênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de amônia foi produzida?

R.2 - Massa

A reação de combustão do butano (C_4H_{10}) está descrita abaixo:



Foram postos 290 g de butano com 416 g de gás oxigênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de dióxido de carbono e água foram produzidos?

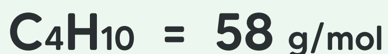
RESOLUÇÃO

Novamente, comece pelo balanceamento da reação



Lembre-se que não podemos fazer regra de 3 com massas, você precisa transformar para mol primeiro!

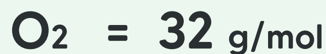
Butano:



1 mol —— 58 g
n —— 290 g

n = 5 mols

Oxigênio:



1 mol —— 32 g
n —— 416 g

n = 13 mols

Agora sim! Podemos fazer os dois testes:

Se forem usados os 5 mols de butano, serão necessários "x" mols de oxigênio.



2 mols —— 13 mols
5 mols —— x

$2 \cdot x = 0{,}5 \cdot 13$
$x = 32{,}5$ mols

Temos só 13 mols disponíveis de oxigênio, faltou! :(

Se forem usados os 13 mols de oxigênio, serão necessários "y" mols de butano.



2 mols —— 13 mols
y —— 13 mols

$13 \cdot y = 2 \cdot 13$
$y = 2$ mols

Temos 5 mols disponíveis de butano, sobrou! :)

Resumindo: O butano é o reagente em excesso, o oxigênio é limitante

b) Lembrando que só serão usados 2 mols de butano de um total de 5 mols que estão disponíveis, ou seja, sobrarão 3 mols (174 gramas)

c) Vão reagir os 2 mols de butano com todos os 13 mols oxigênio, não se preocupe mais com o butano que vai sobrar!

Faça uma regra de 3 para achar "m" e "n" que são as quantidades de CO_2 e H_2O produzidas respectivamente:



$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O$$

2 mols	13 mols	8 mols	10 mols
2 mols	13 mols	m	n

Aqui foi escolhido a regra de 3 entre o butano e o dióxido de carbono:

$2 \cdot m = 2 \cdot 8$

$m = 8$ mols

$m = 352$ g

Aqui foi escolhido a regra de 3 entre o butano e a água:

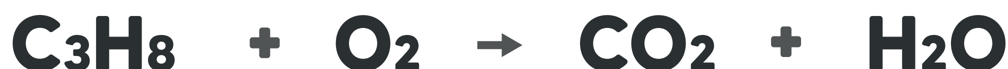
$2 \cdot n = 2 \cdot 10$

$n = 10$ mols

$n = 180$ g

Resumindo: foram usados 2 mols de butano (sobrou 3 mols) com 13 mols de oxigênio, essa reação produziu 8 mols de dióxido de carbono e 10 mols de água.

04 A reação de combustão do propano (C_3H_8) está descrita abaixo:



$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Foram postos 11 g de propano com 208 g de gás oxigênio para reagir.

a) Quem é o reagente limitante e quem está em excesso?
b) Quanto sobrou do reagente em excesso?
c) Quanto de dióxido de carbono e água foram produzidos?

05 Veja a reação abaixo e responda:



Queremos produzir 360,8 gramas de nitrato de cálcio $Ca(NO_3)_2$ e temos 150 g de hidróxido de cálcio $Ca(HO)_2$ disponíveis. Essa quantidade será suficiente? Quantos gramas de hidróxido de cálcio vão sobrar ou faltar?

$Ca(NO_3)_2$: 164 g/mol $Ca(HO)_2$: 74 g/mol

RESPOSTAS

01.



a) O propano é limitante, o oxigênio está em excesso
b) Sobrou 1 mol de gás oxigênio
c) 6 mols de dióxido de carbono e 8 mols de água

02.



a) O butano está em excesso, o oxigênio é limitante
b) Sobrou 0,5 mol de butano
c) 2,5 mols de dióxido de carbono e 5 mols de água

03.



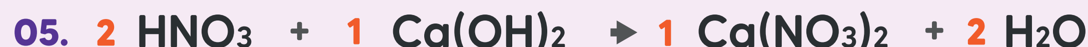
a) Ninguém sobrou e nem faltou
b) Ninguém sobrou e nem faltou
c) 10 mols de amônia

04.



a) O propano é limitante, o oxigênio está em excesso
b) Sobrou 5,25 mols (168 g) de gás oxigênio
c) 0,75 mols (33 g) de dióxido de carbono e 1 mol (18 g) de água

05.



Não. Serão necessários 162,8 gramas de hidróxido de cálcio mas só temos 150 gramas. Precisaremos de mais 12,8 gramas.

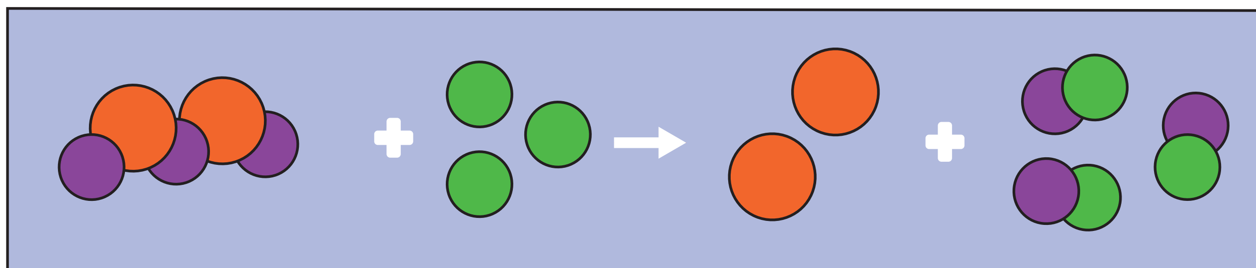
Pureza

1. Nem sempre que botamos uma matéria prima para reagir, ela vai ser totalmente pura.

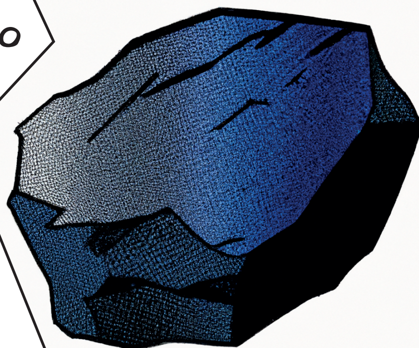
Em muitos casos, parte desses reagentes possuirão impurezas na sua composição

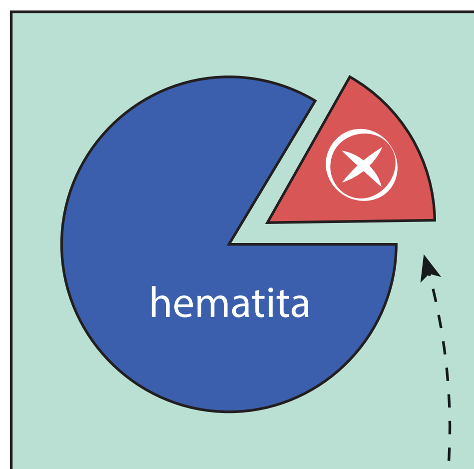
2. Por exemplo, para a obtenção de ferro metálico, (Fe) utilizamos um minério chamado hematita (Fe_2O_3)





3. Mas esse minério não é encontrado puro na natureza





4. Imagine uma amostra de 1 kg (1000g) dessa rocha com 80 % de pureza

5. Isso significa que 80% dessa massa total (800g) são de hematita

os outros 20% (200g) são de impurezas que não serão usadas na reação

R.1 - Porcentagem

Temos uma amostra de 400 kg de hematita com 75% de pureza, determine a quantidade de hematita útil nessa amostra.

RESOLUÇÃO

Descubra 75% da amostra de 400 kg por uma multiplicação simples:

75% de 400 kg

$0{,}75 \cdot 400 = 300$ kg

01 Temos uma amostra de 300 kg de óxido de alumínio com 84% de pureza, determine a quantidade de óxido de alumínio útil nessa amostra.

02 Temos 35 kg de óxido de alumínio em uma amostra de 66 kg desse minério, determine a pureza em porcentagem dessa amostra.

R.2 - Reação

200g de Al_2O_3 impuro (pureza de 80%) foi usado para produzir o alumínio metálico, determine a massa de alumínio produzida:

RESOLUÇÃO

I) A reação simplificada e balanceada está descrita a seguir, perceba que cada molécula de óxido de alumínio produzirá 2 átomos de alumínio (Al)



$$1\ Al_2O_3 \rightarrow 2\ Al$$

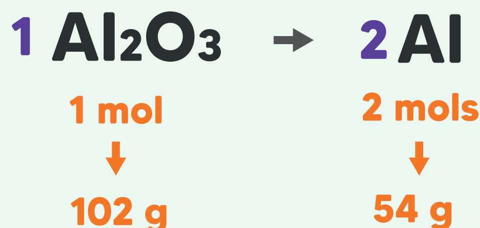
E os outros compostos que participam da reação? Eles não serão importantes nesse exercício :)

II) O nosso exemplo está trabalhando com massas, então é ideal transformar de mol para massa para poder fazer os cálculos estequiométricos!

Al_2O_3 = 102 g/mol

Al = 27 g/mol

III) Só existe 1 mol de oxido de alumínio, então multiplique a massa molar por 1. Mas existe 2 mols de alumínio, por isso multiplicamos por 2:



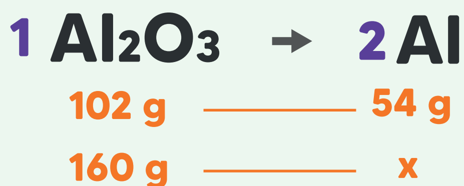
Ou seja, cada 102 g de óxido de alumínio produzem 54 g de alumínio metálico.

IV) Agora vamos calcular a pureza, foram postos para reagir 200 g do óxido de alumínio a 80% de pureza:

80% de 200 g

$0{,}80 \cdot 200 = 160$ g

V) E finalmente a regra de 3 final do cálculo estequiométrico:



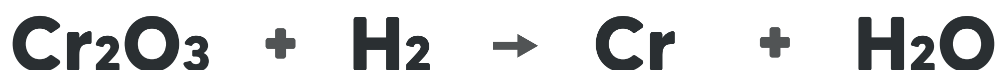
$102 \cdot x = 54 \cdot 160$

$x = 84{,}71$ g

03 500g de Al_2O_3 impuro (pureza de 70%) foi usado para produzir o alumínio metálico, determine a massa de alumínio produzida:

04 60 kg de $CaCO_3$ impuro (pureza de 85%) foi usado para produzir o Óxido de Cálcio (CaO), determine a massa de óxido de cálcio produzida.

05 Uma amostra de 340 g de óxido de cromio III (88% de pureza) é reduzida com hidrogênio conforme a equação:



a) Qual é a quantidade de cromo metálico produzido (Cr: 52 g/mol)
b) Qual é a quantidade de água produzida

R.3 - Inverso
200g de Al_2O_3 impuro foi usado para produzir 63 g de alumínio metálico, determine a pureza do óxido de alumínio usado na reação.

RESOLUÇÃO
Dos 200 g de óxido de alumínio usados, somente parte realmente entrou da reação (por causa da pureza), não usaremos os 200g ainda!

I) A reação simplificada e balanceada está descrita a seguir, perceba que cada molécula de óxido de alumínio produzirá 2 átomos de alumínio (Al)

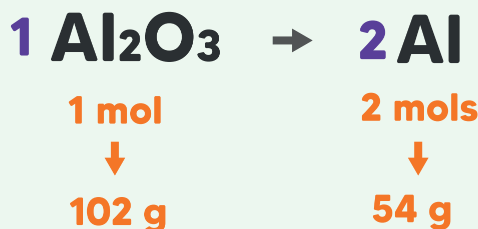


II) O nosso exemplo está trabalhando com massas, então é ideal transformar de mol para massa para poder fazer os cálculos estequiométricos!

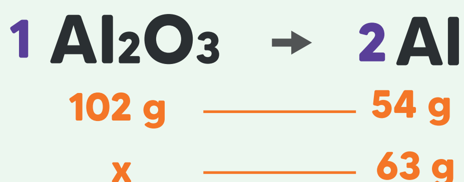
Al_2O_3 = 102 g/mol

Al = 27 g/mol

III) Só existe 1 mol de oxido de alumínio, então multiplique a massa molar por 1. Mas existe 2 mols de alumínio, por isso multiplicamos por 2:



IV) O cálculo estequiométrico terá com incógnita a massa de óxido de alumínio que de fato entrou na reação e que no final, produziu 63 g de alumínio metálico:



$$54 \cdot x = 63 \cdot 102$$
$$x = 119 \text{ g}$$

V) Agora sabemos que naquela amostra de 200 g, somente 119 g eram de óxido de alumínio puro! A razão entre os dois valores irá mostrar a porcentagem de pureza:

$$\frac{119 \text{ g}}{200 \text{ g}} = 0{,}595 = 59{,}5\ \%$$

06 800g de Al_2O_3 impuro foi usado para produzir 400 g de alumínio metálico, determine a pureza do óxido de alumínio

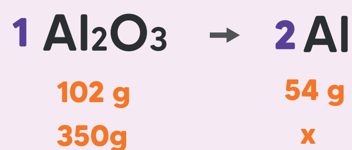
07 12 kg de $CaCO_3$ impuro foi usado para produzir 4 kg Óxido de Cálcio (CaO), determine a pureza do reagente.

RESPOSTAS

01. 252 kg

02. 53,03% (0,5303)

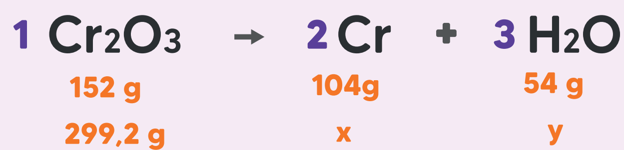
03. 185,29 g



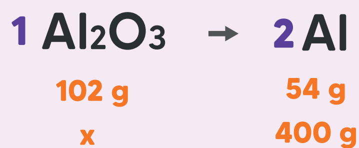
04. 28,56 kg



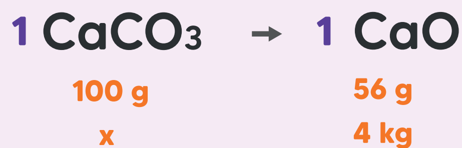
05. a) 204,72
b) 106,29



06. 755,56g de 800 g = 94,44 %



07. 7,14g de 12 kg = 59,5 %



Rendimento

Márcio Azulay exatas

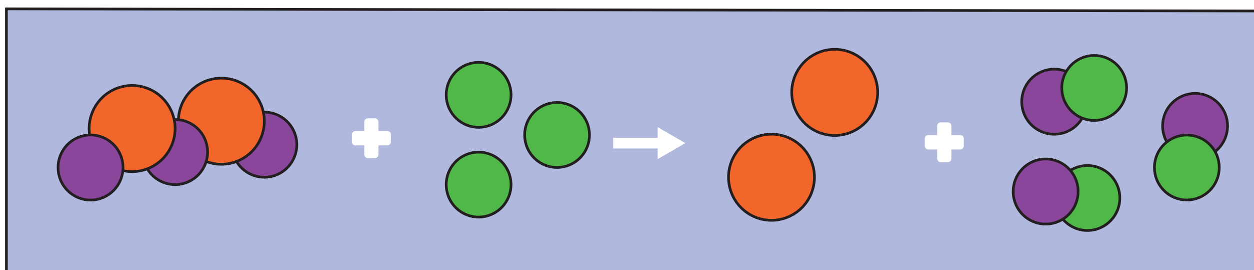
1. É COMUM EM UMA REAÇÃO QUÍMICA SER PRODUZIDO UMA QUANTIDADE DE PRODUTO MENOR DO QUE A ESPERADA.

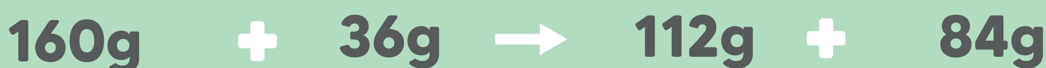
2. ISSO ACONTECE PORQUE PODEM OCORRER PERDAS DE SUBSTÂNCIAS DURANTE A REAÇÃO.

3. OU AS CONDIÇÕES NÃO SÃO FAVORÁVEIS PARA A PRODUÇÃO COMPLETA DAQUELES PRODUTOS

4. VAMOS USAR O MESMO EXEMPLO DO CAPÍTULO ANTERIOR, HEMATITA SENDO USADA PARA A PRODUÇÃO DE FERRO METÁLICO







5. NUM CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO COMUM, CADA 160G DE HEMATITA PRODUZEM 112G GRAMAS DE FERRO METÁLICO

6. MAS VAMOS IMAGINAR QUE ESSA REAÇÃO POSSUI SOMENTE 80% DE RENDIMENTO

ISSO SIGNIFICA QUE SOMENTE 80% SERÁ PRODUZIDO, EM RELAÇÃO AO ESPERADO NA TEORIA

80% de 112g

0,80 x 112g

89,6 gramas

LOGO, NA REALIDADE SÓ SERIAM PRODUZIDAS 89,6 GRAMAS DE FERRO

$$\text{REND.} = \frac{\text{M. REAL}}{\text{M. TEÓRICA}}$$

R.1 - Porcentagem

Uma reação balanceada na teoria produz 420g de um produto esperado, sabendo que o rendimento dessa reação na realidade é de 80%, qual é a massa real do composto produzido?

RESOLUÇÃO

Descubra 80% da produção teórica de 420g por uma multiplicação:

$$80\% \text{ de } 420\text{ g}$$
$$0{,}80 \cdot 420 = 336\text{ g}$$

01 Uma reação balanceada na teoria produz 550g de um produto esperado, sabendo que o rendimento dessa reação na realidade é de 68%, qual é a massa real do composto produzido?

02 Uma reação com 90% de rendimento acaba produzindo 360 g de um composto. Qual é a massa de produto que deveria ser produzida na teoria?

03 Uma reação acaba produzindo 360 g de um composto quando deveria produzir 500g na realidade. Qual é o rendimento dessa reação?

R.2 - Reação

200g de Fe_2O_3 foi usado para produzir o ferro metálico, determine a massa de ferro produzida sabendo que o rendimento dessa reação é de 70%.

RESOLUÇÃO

I) A reação simplificada e balanceada está descrita a seguir, perceba que cada molécula de óxido férrico produzirá 2 átomos de ferro (Fe)



$$1\, Fe_2O_3 \rightarrow 2\, Fe$$

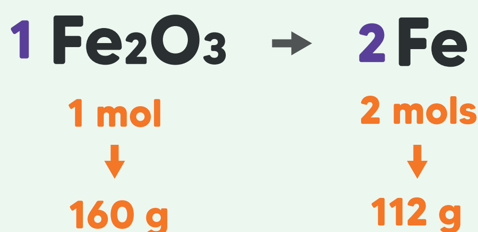
E os outros compostos que participam da reação? Eles não serão importantes nesse exercício :)

II) O nosso exemplo está trabalhando com massas, então é ideal transformar de mol para massa para poder fazer os cálculos estequiométricos!

Fe_2O_3 = 160 g/mol

Fe = 56 g/mol

III) Só existe 1 mol de oxido férrico, então multiplique a massa molar por 1. Mas existem 2 mols de ferro, por isso multiplicamos por 2:



Ou seja, cada 160g de óxido férrico produzem 112g de ferro metálico <u>na teoria</u>

IV) Vamos fazer o cálculo estequiométrico com 200g de óxido férrico:



$160 \cdot x = 200 \cdot 112$

$x = 140$ g

V) Até aqui foi feito o cálculo estequiométrico normal, na teoria são produzidos 140g de ferro metálico, mas essa reação possui 80% de rendimento:

80% de 140 g

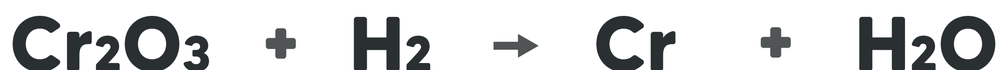
$0{,}80 \cdot 140 = 112$ g

Na realidade, só 112g são produzidas

04 500g de Al_2O_3 foram usados para produzir o alumínio metálico com rendimento de 88%, determine a massa de alumínio produzida:

05 60 kg de $CaCO_3$ foram usados para produzir o Óxido de Cálcio (CaO), determine a massa de óxido de cálcio produzida em um rendimento de 70%.

06 Uma amostra de 340 g de óxido de crómio III é reduzida com hidrogênio conforme a equação com rendimento de 92%:



a) Qual é a quantidade de cromo metálico produzido (Cr: 52 g/mol)
b) Qual é a quantidade de água produzida

R.3 - Inverso

200g de Al_2O_3 foi usado para produzir 90 g de alumínio metálico, determine o rendimento dessa reação:

RESOLUÇÃO

Os 90g de alumínio foram formados na realidade, por isso não usaremos esse valor ainda, somente usaremos os valores teóricos no cálculo estequiométrico

I) A reação simplificada balanceada está descrita a seguir, perceba que cada molécula de óxido de alumínio produzirá 2 átomos de alumínio (Al)

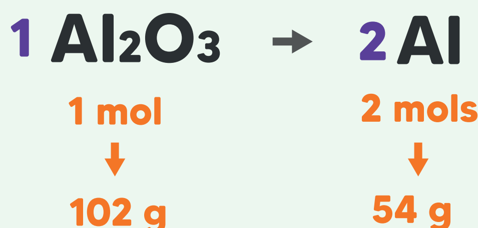


II) O nosso exemplo está trabalhando com massas, então é ideal transformar de mol para massa para poder fazer os cálculos estequiométricos!

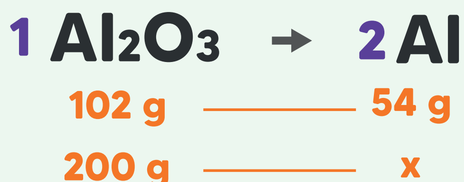
Al_2O_3 = 102 g/mol

Al = 27 g/mol

III) Só existe 1 mol de óxido de alumínio, então multiplique a massa molar por 1. Mas existe 2 mols de alumínio, por isso multiplicamos por 2:



IV) O cálculo estequiométrico terá como incógnita a massa de alumínio que deveria ser produzida na teoria com o uso de 200 g de óxido férrico:



$$102 \cdot x = 54 \cdot 200$$
$$x = 105{,}88 \text{ g}$$

V) Deveria ser produzidas 105,88 g de alumínio metálico, mas só foram produzidas 90g, faça a razão entre esses dois valores para achar a porcentagem:

$$\frac{90 \text{ g}}{105{,}88 \text{ g}} = 0{,}829 = 82{,}9\ \%$$

07 800g de Al_2O_3 foi usado para produzir 500 g de alumínio metálico, determine o rendimento dessa reação

08 12 kg de $CaCO_3$ foi usado para produzir 4 kg Óxido de Cálcio (CaO), determine o rendimento dessa reação

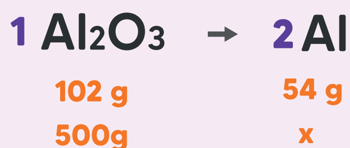
RESPOSTAS

01. **374 g** Dica: 0,68 x 550

02. **400 g** Dica: 360 / 0,90

03. **72%** Dica: 360 / 500

04. **232,94 g**



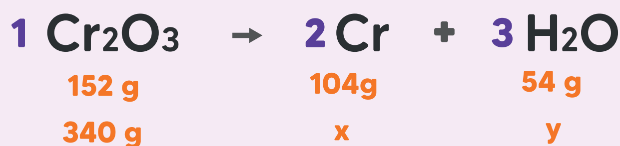
x = 264,71 g
x(real) = 264,71 x 0,88

05. **23,52 kg**



x = 33,6 kg
x(real) = 33,6 x 0,70

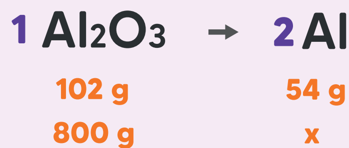
06. **a) 214,02 g**
b) 111,13 g



x = 232,63 g
x(real) = 232,63 x 0,92

y = 120,79 g
y(real) = 120,79 x 0,92

07. **400 g** de **423,51 g** = **94,45 %**



08. **4 kg** de **6,72 kg** = **59,52 %**

